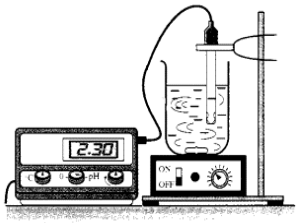
- Activité expérimentale 1-3 -
Mesures de pH

I-Contexte du sujet



La mesure du pH, ou potentiel hydrogène, d'une solution aqueuse est une mesure très courante en analyse chimique car elle permet de mesurer la force de l'acidité ou de la basicité d'une solution. Cette mesure s'effectue en laboratoire avec un **pH-mètre** électronique, constitué d'une sonde de mesure à immerger dans la solution d'étude et d'un boîtier électronique. Pour obtenir des résultats fiables, le pH-mètre doit être étalonné avant utilisation à l'aide de deux solutions étalons de pH connus et stables.

II-Documents mis à disposition

Document 1 : Étalonnage du pH-mètre électronique

Pour étalonner convenablement le pH-mètre, suivre les indications portées par l'appareil. Attention, cet étalonnage devra être effectué avec beaucoup de soin, notamment le nettoyage de la sonde après chaque utilisation, avec de l'eau distillée, et essuyage avec du papier absorbant qui sera changé après chaque opération.

ATTENTION : l'électrode pH-métrique est très fragile et on doit veiller à la laisser en solution et jamais trop longtemps à l'air libre !

Document 2 : pH et ions oxonium

La valeur du pH, grandeur sans unité, est reliée à la concentration molaire en ions oxonium H_3O^+ par la formule suivante : $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C_0}\right)$ soit $[H_3O^+] = C_0 \times 10^{-pH}$.

C_0 est une concentration standard : $C_0 = 1\,mol.L^{-1}$ exactement.

Remarque : cette formule n'est valable que pour des solutions assez peu concentrées : $[H_3O^+] < 0{,}05\,mol.L^{-1}$.

Document 3 : Solution aqueuse d'acide chlorhydrique

Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique contient des ions oxonium H_3O^+ et des ions chlorure Cl^- en quantité identique. L'acide chlorhydrique est un acide fort, c'est-à-dire que la concentration $[H_3O^+]$ en ions oxonium est égale à la concentration apportée C de la solution.

Document 4 : Matériel à disposition

Matériel : fiole jaugée de 50 mL et 100 mL ; pipette jaugée de 5, 10 et 20 mL, poire à pipetter, béchers de 100 mL (x2), solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 1{,}0 \times 10^{-2}\,mol.L^{-1}$, pH-mètre avec sonde et solutions étalons, agitateur magnétique + barreau, pissette d'eau distillée.

III-Travail à effectuer

1-**Préparation des solutions et mesures du pH**

1-a) Rédiger le protocole d'une dilution par 10 de la solution S_1. Effectuer cette dilution : on obtient la solution S_2 de concentration C_2.

1-b) Préparer également, par dilution, une solution S_3 de concentration $C_3 = \frac{C_1}{20}$, puis une solution

S_4 de concentration $C_4 = \frac{C_1}{100}$.

Attention à bien rincer à l'eau distillée les fioles jaugées avant et entre les différentes utilisations.

1-c) Mesurer le pH de la solution mère S_1 et et des solutions diluées S_2, S_3 et S_4.

1-d) Comment évolue le pH si $[H_3O^+]$ est divisée par 10 ? par 100 ?

2-**Calcul du pH**

2-a) En utilisant la définition du pH, calculer le pH théorique des solutions préparées S_1, S_2, S_3 et S_4.

2-b) Comparer les valeurs calculées et les valeurs mesurées et expliquer pourquoi une dilution de l'acide chlorhydrique entraîne une augmentation du pH.

2-c) Dans le cas de l'acide chlorhydrique, expliquer à l'aide de la définition du pH, pourquoi une dilution par 10 entraîne une augmentation de 1 du pH.

Document 4

Comparer le résultat d'une mesure $m_{mesurée}$ à une valeur de référence $m_{référence}$ par le quotient

$$\frac{|m_{mesurée} - m_{référence}|}{u_{(pH)}}$$

L'incertitude-type sur la mesure du pH peut être estimée à u(pH) = 0,05

Si ce nombre est assez faible (<2), la mesure est dite **conforme à la valeur de référence**.

Document 5 :

Point maths sur les propriétés du logarithme log :

- pour a > 0 et b >0, $\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$;
- pour a > 0 et b >0, $\log(\frac{a}{b}) = \log(a) - \log(b)$;
- pour tout x, $\log(10^x) = x$;
- pour tout $x > 0$, $10^{\log(x)} = x$;
- pour tout x > 0, si $\log(x) = a$ alors $x = 10^a$.